



مذكرة اطار

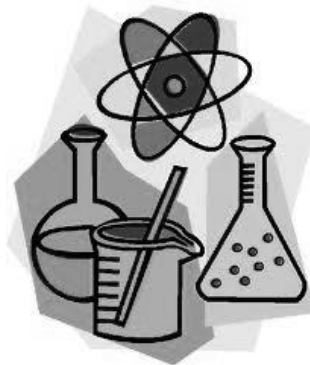


Mr. Mahmoud Ragab

معلم أول العلوم

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صورة



اسم الطالب





مقدمة

مرحباً بك عزيزى طالب الصف الأول الثانوى و تهنئة من القلب على اجتيازك المرحلة الإعدادية بنجاح و نتمنى لك كل التوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية و التى أحد أهدافها مساعدتك على إكتساب الميول سواء كانت علمية أو أدبية من أجل ذلك كان لابد من إنفصال مادة العلوم إلى ثلاثة أقسام هى الكيمياء و الفيزياء و الأحياء حتى يتسنى لك التمييز بينها و بالتالى تتضح الرؤية أمامك لتحديد مستقبلك . فتعالى نتعرف على علم الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيح أمنياتى بالنجاح و التوفيق .

أهم أسباب التفوق فى الشهادات الثانوية (إن شاء الله)

- 1 التقوى : يجب على الطالب أن يثق بالله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملاً بقوله تعالى " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك الطعاصى و النوبة إلى الله نوبة نصوحاً.
- 2 المحافظة على الصلاة فى أوقانها خاصة صلاة الفجر .
- 3 اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى التوفيق فى المذاكرة و تحصيل العلم.
- 4 تنظيم الوقت جيداً و عمل جدول أسبوعى للمذاكرة بحيث تكون هناك ساعات فى اليوم لمذاكرة الدروس الجديدة و عمل الواجبات و ساعات أخرى لمراجعة القديم ، كما يراعى فى التنظيم أن تراجع كل مادة على الأقل مرة واحدة فى الأسبوع.
- 5 قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرآن الكريم بتركيز شديد و تعمق و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .
- 6 ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اخلصها بدعاء بعد المذاكرة .
- 7 أثناء المذاكرة حاول أن تستخدم عدة طرق لتثبيت المعلومات كالتالى : اقرأ الجزء الذى ستذاكره كاملاً أول مرة ثم قم بنفسه إلى عدة عناوين و أجزاء ثم ذكّر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذكّر جميع الأجزاء معاً ثم قم بعمل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

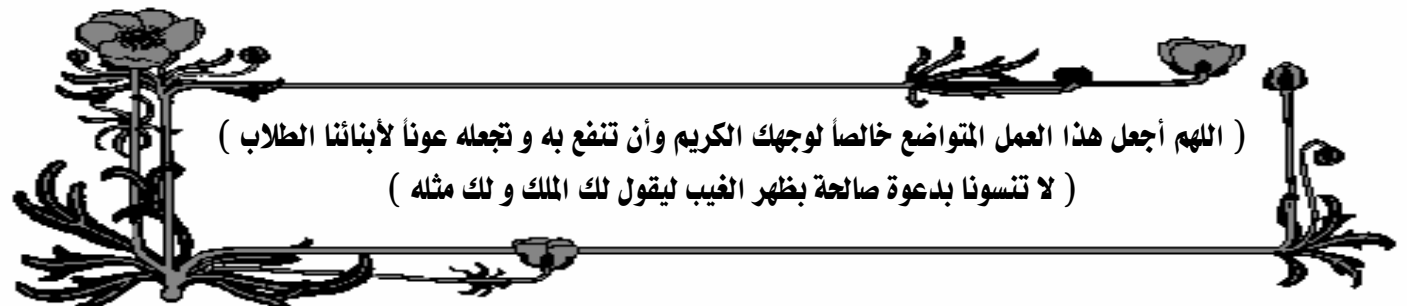
دعاء قبل المذاكرة

اللهم إني أسألك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطالكة المقربين ، اللهم اجعل ألسنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا بحشيتك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل

دعاء بعد المذاكرة

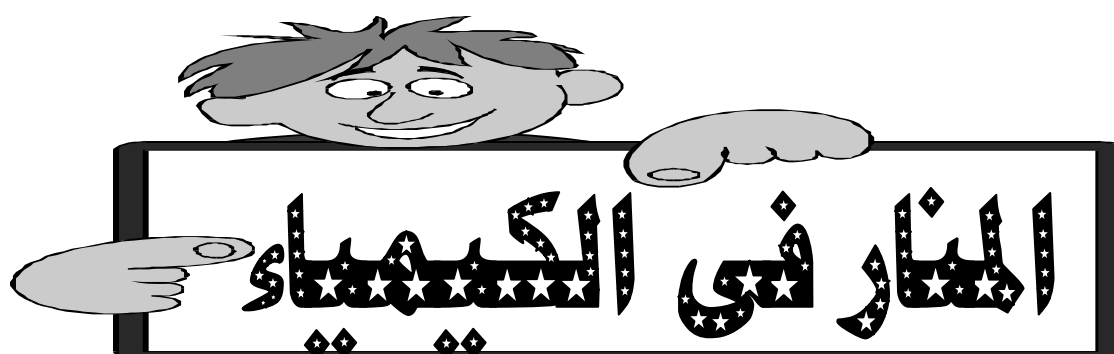
اللهم إني أسئدك ما قرأت و ما حفظت فرده علي عند حاجتي إليه يا رب العالمين

(اللهم أجعل هذا العمل المتواضع خالصاً لوجهك الكريم وأن تنفع به و تجعله عوناً لأبنائنا الطلاب)
(لا تنسونا بدعوة صالحة بظهر الغيب ليقول لك الملك و لك مثله)





الباب الثالث



يا قارئ خطي لا نبكي على موني ... فالیوم أنا معك و غدًا أنا في التراب فإن عشت
فإنی معك و إن مت فلذكري
و يا ماراً على قبري ... لا نعجب من أمری بالأمس كنت معك ... و غدًا أنت معي ...
أموت
و يبقى كل ما كتبته ذكري فياليت ... كل من قرأ كلمتي ... يدعو لي....





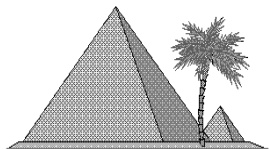
المحاليل و الغرويات

Solutions and Colloids

الفصل الأول

عند إضافة ملح الطعام أو كلوريد الكوبلت II أو السكر إلى الماء فإنها تذوب و ينتج عنها مخلوط متجانس يسمى **محلول** في حين لا يذوب كل منها في الكيوسين و يمكن تمييز كل مكون عن الآخر لأنه مخلوط غير متجانس و يسمى **معلق** . أما إذا جمع الخليط بين صفات **الحلول** و **المعلق** فإنه يسمى **غروي** و الذي يمكن تمييز مكوناته باستخدام الميكروسكوب مثل اللبن و الدم و الأيروسولات و جل الشعر و مستحلب المايونيز .

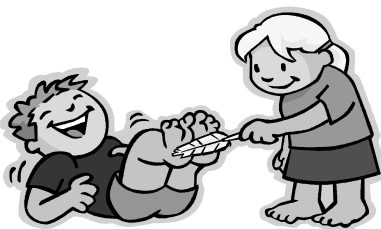
أنواع المخالط



المحلول

هو مخلوط متجانس لا يمكن تمييز مكوناتها بالعين المجردة أو الميكروسكوب .
مثل : محلول السكر في الماء و محلول ملح الطعام في الماء و محلول كلوريد الكوبلت II في الماء .

المعلقات



مخاليط غير متجانسة يمكن تمييز كل مكون عن الآخر بالعين المجردة .
مثل : السكر في البنزين و الملح في البنزين و الطباشير في الماء .

الغرويات

مخاليط غير متجانسة لا ترسب دقائقها و يصعب فصل دقائقها بالترشيح .
أو : مخاليط غير متجانسة وسط في خواصها بين المحاليل و المعلقات و يمكن تمييز مكوناته باستخدام الميكروسكوب .
مثل : اللبن و الدم و الأيروسولات و جل الشعر و مستحلب المايونيز .

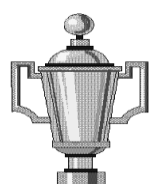
♦ **السالبية الكهربائية** : قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية إليها .

♦ **الرابطة القطبية** :

رابطة تساهمية بين ذرتين مختلفتين في السالبية الكهربائية تحمل الذرة الأكبر سالبية شحنة جزئية سالبة δ^- بينما تحمل الأخرى شحنة جزئية موجبة δ^+ .

♦ **الذرات القطبية** :

جزيئات يحمل أحد أطرافها شحنة موجبة جزئية δ^+ و يحمل الطرف الآخر شحنة جزئية سالبة δ^- .



♦ **تتوقف قطبية الجزيئات على** : قطبية الروابط بها - الشكل الفراغي لها - الزوايا بين الروابط فيها .





- الروابط في جزئ الماء تساهمية قطبية (علا) لأن السالبة الكهربائية للأكسجين أكبر من السالبة الكهربائية للهيدروجين لذلك يحمل الأكسجين شحنة سالبة جزئية δ^- بينما يحمل الهيدروجين شحنة موجبة جزئية δ^+ .

- الماء أقوى مذيب قطبي في الطبيعة " على درجة عالية من القطبية " (علا) لأن الروابط في جزئ الماء لها قطبية عالية و الزوايا بين الروابط فيه $104,5^\circ$.

المحاليل Solutions

- المحاليل ضرورية في العمليات الحيوية التي تحدث في الكائنات الحية و أحياناً ما تكون شرط أساسى لحدوث تفاعلات كيميائية معينة .

- إذا قمت بتحليل أى عينتين من نفس المحلول ستجد أنهما يحتويان نفس المواد بنفس الكميات و هو ما يؤكد التجانس داخل المحلول و الدليل على ذلك المذاق الحلو لمحلول السكر في الماء في أى كمية منه .

◆ **المحلول Solution** : هو مخلوط متجانس من مادتين أو أكثر .

مكونات المحلول

(١) **المذيب Solvent** : المادة التي توجد في المحلول بنسبة كبيرة .

(٢) **المذاب Solute** : المادة التي توجد في المحلول بنسبة قليلة .



أنواع المحاليل Types of Solutions

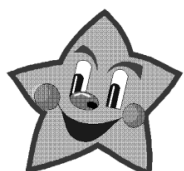
يعتقد البعض أن كلمة محلول مرتبطة دائماً بالحالة السائلة للمادة و لكن تصنف المحاليل حسب الحالة الفيزيائية للمذيب

أنواع المحاليل تبعاً للحالة الفيزيائية للمذيب

نوع المحلول	حالة المذاب	حالة المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	الهواء الجوى - الغاز الطبيعى - بخار الماء فى الهواء .

سائل	غاز	سائل	المشروبات الغازية - الأكسجين الذائب فى الماء .
	سائل		الكول فى الماء - الإيثيلين جليكول فى الماء .
	صلب		السكر أو الملح فى الماء .

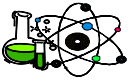
صلب	غاز	صلب	الهيدروجين فى البلاتين أو البلاتينوم .
	سائل		مملغم الفضة (زئبق سائل - فضة صلب)
	صلب		السيانك مثل سبيكة النيكل كروم



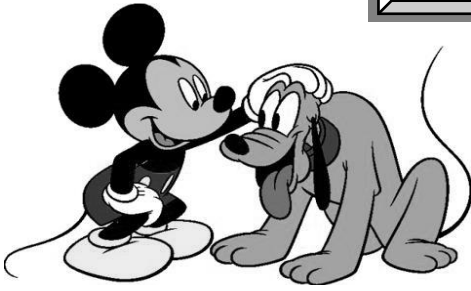
س : ما أهمية محلول الإيثيلين جليكول في الماء .

س علل : يضاف الإيثيلين جليكول إلى الماء .

ج : لأنه يستخدم مانع لتجمد الماء فى مبردات السيارات فى المناطق الباردة .



المحاليل الإلكتروليتية و غير الإلكتروليتية



♦ **التأين :** عملية تحول الجزيئات إلى أيونات .

♦ **التأين التام :** عملية تحول جميع الجزيئات إلى أيونات .

♦ **التأين الضعيف :** عملية تحول جزء صغير من الجزيئات إلى أيونات .

الإلكتروليتات Electrolytes

مواد محاليلها و مصاهيرها توصل التيار الكهربى عن طريق حركة الأيونات الحرة .

اللا إلكتروليتات Nonelectrolytes

مواد محاليلها و مصاهيرها لا توصل التيار الكهربى لعدم وجود أيونات الحرة .

- تعتبر اللا إلكتروليتات مركبات ليس لها قدرة على التأين و من أمثلتها : السكر - الكحول الإيثيلى .

الإلكتروليتات القوية

مواد محاليلها و مصاهيرها توصل التيار الكهربى بدرجة كبيرة لأنها تأمة التأين .

♦ من أمثلتها :

١ - مركبات أيونية : مثل محلول كلوريد الصوديوم و هيدروكسيد الصوديوم .

٢ - المركبات التساهمية القطبية : مثل محلول غاز كلوريد الهيدروجين في الماء .

👉 **الخط :**

١ - عند ذوبان غاز كلوريد الهيدروجين في الماء ينفصل أيون الهيدروجين الموجب H^+ و لكنه لا يوجد في المحلول صورة منفردة فهو

يرتبط بجزئ الماء مكوناً أيون الهيدرونيوم H_3O^+ كما في المعادلة : $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

♦ **أيون الهيدرونيوم** H_3O^+ :

هو الأيون الناتج من إتحاد أيون الهيدروجين الموجب الناتج من تأين الأحماض في محاليلها المائية مع جزئ الماء.

٢ - غاز كلوريد الهيدروجين في الماء يوصل التيار الكهربى في الحالة لأنه يتأين إلى أيونات موجبة و أيونات سالبة.

٣ - كلوريد الهيدروجين لا يوصل التيار الكهربى في الحالة الغازية لأنه غير متأين .

٤ - محلول كلوريد الهيدروجين في البنزين لا يوصل التيار الكهربى لأنه لا يتأين في البنزين .

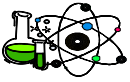
الإلكتروليتات الضعيفة Non Electrolytes

مواد محاليلها و مصاهيرها توصل التيار الكهربى بدرجة ضعيفة لأنها غير تأمة التأين .

♦ من أمثلتها : ١ - حمض الأسيتيك (الخليك) CH_3COOH . ٣ - الماء النقي H_2O .

٢ - هيدروكسيد الأمونيا NH_4OH (محلول الأمونيا) .





عملية الإذابة Dissolving Process

المواد التي تذوب بسهولة في الماء تتضمن مركبات أيونية و قطبية بينما الجزيئات غير القطبية مثل الميثان و الزيت و الشحم أو الدهن و البنزين كلها لا تذوب في الماء بالرغم من إمكانية ذوبانها في البنزين و لفهم هذا الاختلاف يجب أن نتعرف أكثر على تركيب المذيب و المذاب و طرق التجاذب بينهما أثناء عملية الإذابة .

♦ ذوبان ملح الطعام في الماء :

عند وضع بللورة من كلوريد الصوديوم NaCl في الماء فإن جزيئات الماء القطبية تصطدم بالبللورة فتتفكك (لأن جزيئات الماء في حالة حركة مستمرة بسبب طاقتها الحركية) و تبدأ عملية الإذابة بمجرد انفصال أيونات الصوديوم Na^+ و أيونات الكلوريد Cl^- بعيداً عن البللورة ثم تحيط بها جزيئات الماء القطبية .

♦ ذوبان السكر في الماء :

أما عند وضع قليل من السكر في الماء تنفصل جزيئات السكر إلى جزيئات قطبية منفصلة و ترتبط مع جزيئات الماء القطبية بروابط هيدروجينية و يحدث الذوبان .

عملية الإذابة

تفكك المذاب إلى أيونات موجبة و سالبة أو إلى جزيئات قطبية منفصلة يحاط كل منها بجزيئات المذيب .

♦ العوامل التي تؤثر في سرعة عملية الإذابة :

١- مساحة السطح . ٢- عملية التقليب . ٣- درجة الحرارة .

س علل : سهولة ذوبان كلوريد الصوديوم (مركب أيوني) في الماء (مذيب قطبي) .

ج : لأن جزيئات الماء تصطدم ببللورة كلوريد الصوديوم فتتفصل إلى أيونات صوديوم و أيونات كلوريد ثم تحيط بها جزيئات الماء القطبية عملية الذوبان .

س علل : سهولة ذوبان السكر (مركب قطبي) في الماء (مذيب قطبي) .

ج : لأن جزيئات السكر تنفصل إلى جزيئات قطبية منفصلة ثم ترتبط مع جزيئات الماء القطبية بروابط هيدروجينية و يحدث الذوبان .

س علل : سهولة ذوبان الدهون أو الزيت (مركب غير قطبي) في البنزين (مذيب غير قطبي) .

ج : بسبب ضعف الروابط بين جزيئات البنزين فتتمكن الدهون من الانتشار في البنزين .



الذوبانية Solubility

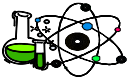
♦ الذوبانية :

كمية المذاب بالجرام التي تذوب في 100 g من المذيب لتكوين محلول مشبع عند الظروف القياسية .

أو : مدى قابلية المذاب للذوبان في مذيب معين .

أو : قدرة المذيب على إذابة مذاب ما .





العوامل التي تؤثر على الذوبانية

أولاً : طبيعة المذاب و المذيب

هناك قاعدة أساسية تحكم عملية الذوبان و هي الشبيه يذيب الشبيه (Like dissolves like) و معناها أن :

١- المذيب القطبي يذيب المواد القطبية أو الأيونية :

مثال : ذوبان نترات النيكل " مادة أيونية " في الماء " مذيب قطبي " .

٢- المذيب الغير قطبي " العضوي " يذيب المواد غير القطبية .

مثال : ذوبان اليود " مادة غير قطبية " في ثنائي كلورو ميثان " مذيب غير قطبي = عضوي " .

ثانياً : درجة الحرارة

تزداد ذوبانية معظم المواد الصلبة بزيادة درجة الحرارة مثل نترات البوتاسيوم بينما بعض الأملاح يكون تأثير درجة الحرارة على ذوبانيتها ضعيف مثل كلوريد الصوديوم و بعض الأملاح تقل ذوبانيتها بإرتفاع درجة الحرارة .

أنواع المحاليل حسب التشبع

♦ محلول غير مشبع :

محلول يقبل فيه المذيب إضافة كمية أخرى من المذاب عند درجة حرارة معينة .

♦ محلول غير مشبع :

محلول يحتوي فيه المذيب أقصى كمية من المذاب عند درجة حرارة معينة .

♦ محلول فوق مشبع :

محلول يقبل فيه المذيب المزيد من المذاب بعد وصوله إلى حالة التشبع .

✱ ماذا يحدث عند :

١- تبريد المحلول فوق المشبع .

ج : تنفصل جزيئات المادة الصلبة الزائدة من المحلول المشبع .

٢- وضع بللورة صغيرة من المادة الصلبة المذابة في محلول فوق مشبع .

ج : تتجمع المادة الزائدة المذابة على هذه البللورة .

تركيز المحلول

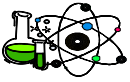
- المحلول هو مخلوط لذلك فإن مكوناته لا تكون ذات كميات محددة بل يمكن التحكم في كمية المذاب داخل كمية معينة من المذيب مما يؤثر على تركيز المحلول .

✶ المحلول المركز : محلول تكون فيه كمية المذاب كبيرة و لكن ليست أكبر من المذيب .

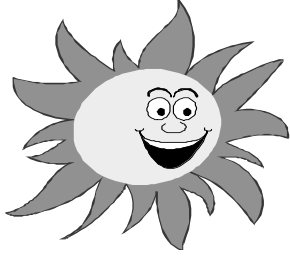
✶ المحلول المخفف : محلول تكون فيه كمية المذاب قليلة بالنسبة لكمية المذيب .

✶ ملحوظة : يمكن تحويل المحلول المركز إلى محلول مخفف عن طريق إضافة المزيد من المذيب .





طرق التعبير عن تركيز المحلول



هناك طرق مختلفة للتعبير عن تركيز المحاليل مثل النسبة المئوية - المولارية - المولالية .

أولاً : النسبة المئوية

تحدد طريقة حساب التركيز باستخدام النسبة المئوية تبعاً لنوع المذاب و المذيب :

$$\text{النسبة المئوية (حجم - حجم)} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول (حجم المذاب + حجم المذيب)}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية (كتلة - كتلة)} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول (كتلة المذاب + كتلة المذيب)}} \times 100$$

مثال: عند إضافة 10g من السكر إلى 240g من الماء احسب النسبة المئوية للسكر في المحلول .

الحل :



$$\text{النسبة المئوية (كتلة - كتلة)} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول (كتلة المذاب + كتلة المذيب)}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية للسكر} = \frac{10}{240 + 10} \times 100 = 4\%$$



مثال: أضيف 25ml إيثانول إلى كمية من الماء ثم أكمل حجم المحلول إلى 50ml احسب النسبة المئوية للإيثانول في المحلول .

الحل :

$$\text{النسبة المئوية (حجم - حجم)} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول (حجم المذاب + حجم المذيب)}} \times 100$$

$$\text{النسبة المئوية للإيثانول} = \frac{25}{50} \times 100 = 50\%$$

س علل : توضع على المنتجات المختلفة الوحدات ملصقات تعبر عن النسب المئوية لمكوناتها .

ج : بسبب وجود عدة أنواع من النسب المئوية للمحاليل داخل هذه المنتجات سواء منتجات غذائية أو أدوية.

ثانياً : المولارية (M)

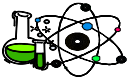
هنا عدد مولات المذاب المذابة في لتر من المحلول .

- تقاس المولارية بوحدة مول / لتر أو مولر .

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{كتلة المادة} = \frac{\text{التركيز المولارى} \times \text{الحجم باللتر}}{\text{كتلة المول}}$$





مثال: أذيب ٨٥٠٥ جم من سكر القصب $C_{12}H_{22}O_{11}$ في الماء فنتج محلول حجمه ٥٠٠ مليلتر احسب التركيز المولارى للمحلول الناتج
الحل:

$$\text{التركيز} = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}} = \frac{85,5}{0,5 \times 324} = 0,5 \text{ مول / لتر}$$

تدريب

١- أذيب ٢٠ جم من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء فنتج محلول حجمه ٢٠٠ مل احسب التركيز المولارى للمحلول الناتج .



ثالثا: المولالية (m) Molality

عدد مولات المذاب فى كيلوجرام واحد من المذيب .
- تقاس المولالية بوحدة مول / كجم أو مولالى .

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{كتلة المذيب بالكجم}}$$

$$\text{كتلة المادة} = \frac{\text{التركيز المولالى} \times \text{كتلة المذيب بالكجم}}{\text{كتلة المول}}$$

مثال: أذيب ٢٠ جم من هيدروكسيد صوديوم في ٨٠٠ جم في الماء احسب التركيز المولالى للمحلول الناتج .
الحل:



$$\text{التركيز} = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{كتلة المول}} = \frac{20}{0,8 \times 40} = 0,625 \text{ مول / كجم}$$

تدريب

١- أذيب 53 g من كربونات الصوديوم NaCl في 400 g من الماء احسب التركيز المولالى للمحلول الناتج .

الخواص الجماعية Collective Properties

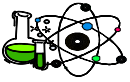
تختلف خواص المذيب النقى عن خواصه عند إذابة مادة صلبة غير متطايرة به فى مجموعة من الخواص المترابطة مع بعضها و من هذه الخواص : الضغط البخارى - درجة الغليان - درجة التجمد .

الضغط البخارى Vapour Pressure

◆ الضغط البخارى :

الضغط الذى يؤثر به البخار على سطح السائل عندما يكون البخار فى حالة اتزان مع السائل داخل إناء مغلق عند درجة حرارة و ضغط ثابتين .





- يتوقف الضغط البخارى على درجة حرارة السائل و عدد جسيمات المذاب و ليس على تركيبه أو خواصه .
- كلما زادت درجة الحرارة زاد الضغط البخارى للسائل .

س علل : الضغط البخارى للمذيب النقى أكبر من الضغط البخارى للمحلول .

ج : لأن قوى التجاذب بين جزيئات المذيب و المذاب فى المحلول أكبر من قوى التجاذب بين جزيئات المذيب و بعضها مما يقلل من عدد جزيئات المذيب المتبخرة من سطح المحلول .

درجة الغليان

◈ درجة الغليان الطبيعية : درجة الحرارة التى يتساوى عندها الضغط البخارى للسائل مع الضغط الجوى .

◈ درجة الغليان المقاسة : درجة الحرارة التى يتساوى عندها الضغط البخارى للسائل مع الضغط الواقع عليه .



- تتوقف درجة غليان المحلول على عدد جسيمات المذاب و ليس على تركيبه أو خواصه .

س علل : يتم التعرف على نقاء السوائل من درجة غليانها .

ج : لأن السوائل النقية تتساوى فيها درجة غليانها المقاسة مع درجة غليانها الطبيعية .
- الماء النقى يغلى عند 100°C و لكن إضافة الملح للماء ترفع من درجة غليان المحلول عن الماء النقى .

التفسير :

- فى السائل النقى تكون جزيئات السطح معرضة بالكامل لعملية التبخير وتكون القوى الوحيدة التى يجب التغلب عليها هى قوى التجاذب بين جزيئات السائل و بعضها .

- أما عند إضافة مذاب فإنه يقلل الضغط البخارى و ترتفع درجة الغليان لأن :

- 1- بعض جزيئات المذاب تتواجد على السطح مما يقلل من مساحة سطح السائل المعرضة للتبخير .
- 2- زيادة قوى التجاذب بين جزيئات المذيب المذاب عن قوى التجاذب بين جزيئات المذيب و بعضها .

س علل : درجة غليان المحلول أعلى من درجة غليان الماء النقى .

ج : لأن الضغط البخارى للمحلول أقل من الضغط البخارى للماء النقى فيلزم رفع درجة الحرارة حتى يتساوى الضغط البخارى للمحلول مع الضغط الجوى فترتفع درجة الغليان .

مثال :

محلول 0,2 M من ملح الطعام NaCl يحدث به نفس التغييرات التى تحدث لمحلول 0,2M من نترات البوتاسيوم KNO_3 لأن كل منهما ينتج نفس عدد مولات الأيونات فى المحلول و لكن إذا إستخدمنا محلول 0,2 M كربونات صوديوم Na_2CO_3 ترتفع درجة الغليان بدرجة أكبر بسبب زيادة عدد مولات الأيونات الناتجة .

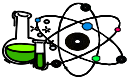
س علل : درجة غليان محلول مائى من كلوريد الصوديوم تساوى درجة غليان محلول مائى من نترات البوتاسيوم له نفس التركيز .

ج : لأن عدد مولات أيونات كلوريد الصوديوم المذابة فى المحلول = عدد مولات أيونات نترات البوتاسيوم المذابة .

س علل : درجة غليان محلول مائى من كلوريد الصوديوم أقل من درجة غليان محلول مائى من كربونات الصوديوم له نفس التركيز .

ج : لأن عدد مولات أيونات NaCl المذابة فى المحلول (2) أقل من عدد مولات أيونات Na_2CO_3 المذابة (3) .





درجة التجمد

إضافة مذاب غير متطاير إلى المذيب يؤثر على درجة تجمد المحلول تأثير عكس درجة الغليان فعند إضافة مذاب إلى المذيب **تنخفض** درجة تجمد المذيب في المحلول لزيادة التجاذب بين المذاب و المذيب مما يمنع تحول المذيب إلى مادة صلبة .

- **يتناسب مدى الانخفاض في نقطة تجمد المحلول مع عدد جسيمات المذاب الذائبة في المذيب و لايعتمد على طبيعة كل منهما فالحول الواحد من المذاب يقلل درجة تجمد الماء بمقدار (- ١,٨٦ س) :**



- مول من الجلوكوز يجعل الماء يتجمد عند درجة - ١,٨٦ س .
- مول من كلوريد الصوديوم (٢ مول أيونات \times - ١,٨٦) يجعل الماء يتجمد عند درجة - ٣,٧٢ س .
- مول من كلوريد الكالسيوم (٣ مول أيونات \times - ١,٨٦) يجعل الماء يتجمد عند درجة - ٥,٥٨ س .

س علل : درجة تجمد المحلول أقل من درجة تجمد المذيب النقي المكون له .

ج : لزيادة قوى التجاذب بين جزيئات المذيب و المذاب مما يمنع تحول المذيب إلى مادة صلبة عند درجة تجمده الطبيعية فيلزم خفض درجة الحرارة حتى تنفصل بللورات المذاب عن بللورات المذيب فتتخفض درجة التجمد .



س علل : إضافة الملح إلى الطرق الجليدية .

ج : لأنه يقلل درجة تجمد الماء مما يمنع انزلاق السيارات و يقلل الحوادث .

- يتكون **المحلول** من أيونات أو جزيئات تتراوح **أقطارها** ما بين 0,01nm : 1 موزعة بشكل منتظم داخل المحلول و بذلك يكون متماثل و متجانس في تركيبه و خواصه و **يمكن للضوء النفاذ من خلاله** .

المعلقات Suspensions



المعلقات

مخاليط غير متجانسة إذا تركت لفترة زمنية قصيرة تترسب دقائق المادة المكونة منها في قاع الإناء .

♦ خواصها :

- ١- يمكن رؤية دقائقها بالعين المجردة .
- ٢- قطر كل دقيقة من دقائق المعلق **أكبر من 1000 نانومتر** .
- ٣- يمكن التعرف بوضوح على مادتين على الأقل من المعلق كما في الطباشير أو الرمل في الماء و يمكن فصلهم بترشيح الخليط حيث تحتجز ورقة الترشيح دقائق الطباشير أو الرمل المعلقة في حين يمر الماء .

♦ أمثلة :

الطباشير في الماء و الرمل في الماء و السكر في البنزين و الملح في البنزين .



المنار في الكيمياء





Colloids الغرويات

الغرويات

مخاليط غير متجانسة وسط بين المحلول و المعلق .

❖ خواصها :

- ١- إذا تركت لفترة دون الرج لا تترسب دقائق المادة المكونة منها في قاع الإناء .
- ٢- قطر كل دقيقة من دقائق الغروى أكبر من قطر دقيقة المحلول و أقل من قطر دقيقة المعلق (1 : 1000 nm)
- ٣- لا يمكن رؤية دقائق الغروى بالعين المجردة و لكن ترى بالميكروسكوب .
- ٤- لا يمكن حجز دقائقها بورقة الترشيح .
- ٥- الكثير من الغرويات عند تركيزها يأخذ شكل الحليب أو السحب ولكنها تبدو رائقة صافية عند تخفيفها تخفيفاً شديداً .



مكونات الغروى :

- الصنف المنتشر : المادة التى تتكون منها الدقائق الغروية .
- وسط الانتشار : الوسط الذى تنتشر فيه الدقائق الغروية .

طرق تحضير الغرويات :

- ١) طريقة الانتشار : يتم تفنيت المادة إلى أجزاء صغيرة فى حجم دقائق الغروى ثم تضاف لوسط الانتشار مع التقليب .

❖ أمثلة : النشا فى الماء .

- ٢) طريقة التكثيف : يتم تجميع الدقائق الصغيرة إلى دقائق أكبر مناسبة عن طريق بعض العمليات مثل : الأكسدة / الإختزال أو التحلل المائى .



سلسلة المنار فى الكيمياء
للمرحلة الثانوية





الأحماض والقواعد

Acids and Bases

الفصل الثانى

الأحماض والقواعد في حياتنا

◆ بعض استخدامات الأحماض :

- استخدامات منزلية : الخل يستخدم في الأطعمة و عمليات التنظيف .
- الصناعات الكيميائية مثل : الأسمدة و المتفجرات و الأدوية و البلاستيك و بطاريات السيارات .

◆ بعض استخدامات القواعد :

- استخدامات منزلية .
 - الصناعات الكيميائية مثل : الصابون و المنظفات الصناعية و الأدوية و الأصباغ .
- و الجدول التالى يوضح بعض المنتجات الطبيعية و الصناعية و الأحماض أو القواعد الداخلة في تركيبها و تحضيرها :

المنتج	الحمض أو القاعدة الداخلة في تركيبها أو تحضيرها
النباتات الحامضية (الليمون ، البرتقال ، الطماطم)	حمض الستريك – حمض الأسكوربيك
منتجات الألبان (الجبن ، الزبادى)	حمض اللاكتيك
المشروبات الغازية	حمض الكربونيك – حمض الفوسفوريك
الصابون	هيدروكسيد الصوديوم
صودا الخبز	بيكربونات الصوديوم
صودا الغسيل	كربونات الصوديوم المتهدرة

القاعدة Base

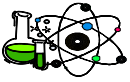
- مركب ذو طعم قابض (مر) .
- لها ملمس صابونى .
- تغير لون صبغة عباد الشمس إلى الأزرق .
- تتفاعل مع الأحماض و تعطى ملحاً وماء .

الحمض Acid

- مركب ذو طعم لاذع .
- يغير لون صبغة عباد شمس إلى اللون الأحمر .
- يتفاعل مع الفلزات النشطة و يتصاعد غاز الهيدروجين .
- يتفاعل مع أملاح الكربونات أو البيكربونات و يحدث فوران و يتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون .
- يتفاعل مع القواعد و يعطى ملح و ماء .

الخواص الظاهرية لكل من الحمض و القاعدة تقودنا إلى تعريف تجريبي أو تنفيذى لكلا منهما و لكن يجب أن نأخذ في الاعتبار أن التعريف التجريبي يقوم على الملاحظة و لا يصف أو يفسر الخواص غير المرئية التى أتت بهذا السلوك و التعريف الأكثر شمولاً و الذى يعطى العلماء فرصة للتنبؤ بسلوك هذه المواد يأتى من خلال الدراسات و التجارب و التى وضعت في صورة نظريات .



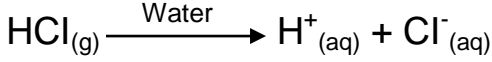


النظريات التي وضعت لتعريف الحمض و القاعدة

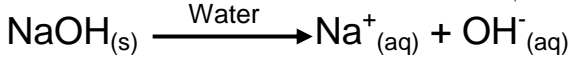


نظرية أرهينيوس Arrhenius Theory

التوصيل الكهربى للمحاليل المائية للأحماض و القواعد يثبت وجود الأيونات فيها فعند ذوبان كلوريد الهيدروجين فى الماء فإنه يتأين إلى أيونات الهيدروجين و أيونات الكلوريد :



و عند ذوبان هيدروكسيد الصوديوم فى الماء فإنه يتفكك إلى أيونات صوديوم و أيونات هيدروكسيد :



فى عام ١٨٨٧م أعلن أرهينيوس نظريته التى تفسر طبيعة الأحماض و القواعد و التى تنص على :

القاعدة:

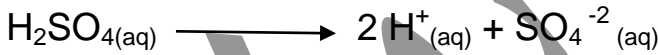
مادة تتفكك فى الماء و تعطى أيون أو أكثر من أيونات الهيدروكسيد OH^- .

الحمض:

مادة تتفكك فى الماء و تعطى أيون أو أكثر من أيونات الهيدروجين H^+ .

و من خلال هذه النظرية نلاحظ أن :

(١) الأحماض تعمل على زيادة تركيز أيونات الهيدروجين الموجبة H^+ فى المحاليل المائية و بالتالى فإن حمض أرهينيوس على الهيدروجين كمصدر لأيونات الهيدروجين كما يتضح من معادلات تفكك الأحماض :



مثال :

(٢) القاعدة تعمل على زيادة تركيز أيونات الهيدروكسيد فى المحاليل المائية و بالتالى فإن قاعدة أرهينيوس لابد أن تحتوى على مجموعة الهيدروكسيد OH^- كمصدر لأيونات الهيدروكسيد كما يتضح من معادلات تفكك القواعد :

مثال :



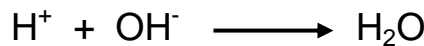
س: تساعد نظرية أرهينيوس فى تفسير ما يحدث فى تفاعل التعادل فسر هذه العبارة .

ج:

١- الحمض يحتوى على أيون الهيدروجين الموجب .

٢- القاعدة تحتوى على أيون الهيدروكسيل السالب .

٣- عند اتحاد الحمض مع القاعدة يتحد أيون H^+ من الحمض مع أيون OH^- من القاعدة لتكوين الماء كما فى التفاعل :



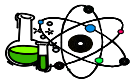
المعادلة الأيونية للتفاعل السابق هى :

و بالتالى يكون الماء ناتج أساسى عند تعادل الحمض مع القاعدة طبقاً لنظرية أرهينيوس .

من قال سبحان الله و بحمده نكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة

سبحان الله و بحمده سبحان الله العظيم

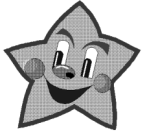




ملاحظات على نظرية أرهينيوس :

⤵ ثانى أكسيد الكربون و بعض المركبات الأخرى تعطى محاليل حامضية فى الماء رغم أنها لا تحتوى على أيون الهيدروجين H^+ فى تركيبها و هذا يتعارض مع نظرية أرهينيوس .

⤵ النشادر (الأمونيا) NH_3 و بعض المركبات الأخرى تعطى محاليل قاعدية فى الماء رغم أنها لا تحتوى على مجموعة الهيدروكسيد فى تركيبها و هذا يتعارض مع نظرية أرهينيوس .



نظرية برونشتد - لورى Bronsted - Lowry Theory

وضع الدنماركى جونز برونشتد Johannes Bronsted و الإنجليزى توماس لورى Thomas Lowry فى عام ١٩٢٣ م نظريتهما عن الحمض و القاعدة :

القاعدة :

مادة تستقبل البروتون (مستقبل للبروتون) .

الحمض :

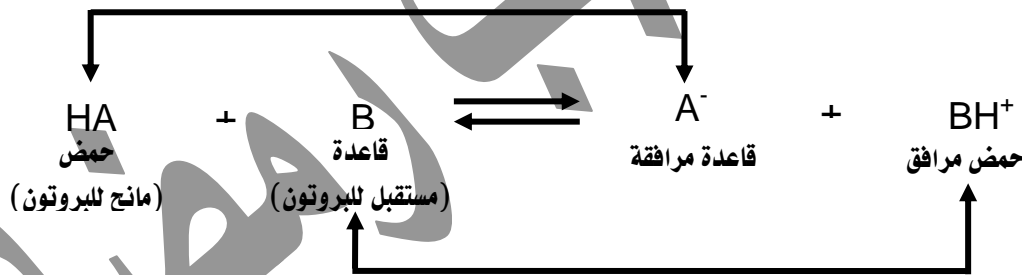
مادة تفقد البروتون H^+ (مانح للبروتون) .

و من خلال هذه النظرية نلاحظ أن :

⤵ حمض برونشتد - لورى يشبه حمض أرهينيوس فى احتوائه على الهيدروجين فى تركيبه .

⤵ أى أيون سالب ما عدا أيون الهيدروكسيد يعتبر قاعدة برونشتد - لورى .

⤵ تفاعل الحمض و القاعدة هو انتقال للبروتون من الحمض إلى القاعدة :



القاعدة المرافقة :

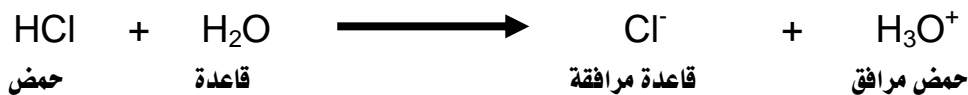
المادة الناتجة عندما يفقد الحمض بروتوناً .

الحمض المرافق :

المادة الناتجة عندما تكتسب القاعدة بروتوناً .

س : فسر ما يحدث عند ذوبان حمض الهيدروكلوريك HCl فى الماء حسب نظرية برونشتد - لورى ؟؟

ج :



HCl يعتبر حمضاً لأنه يمنح بروتون إلى الماء و بالتالى يعتبر الماء قاعدة لأنه يكتسب بروتون فيصبح أيون الكلوريد قاعدة مرافقة و أيون الهيدرونيوم حمض مرافق .

س : يعتبر النشادر قاعدة حسب نظرية برونشتد - لوى فسر هذه العبارة ؟

ج :



يعتبر النشادر قاعدة لأنه يكتسب بروتون .





نظرية لويس Lewis Theory

وضع العالم جيلبرت نيوتن لويس Gilbert Newton Lewis فى عام ١٩٢٣ م نظرية أكثر شمولاً لتعريف كل من الحمض والقاعدة تنص على :

◆ القاعدة :

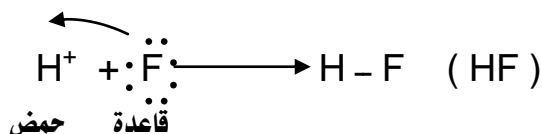
المادة التى تمنح زوج أو أكثر من الإلكترونات .

◆ الحمض :

المادة التى تستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات .

مثال :

إتحاد أيون الهيدروجين H^+ مع أيون الفلوريد F^- يعتبر حمض لويس بينما أيون F^- قاعدة لويس و يتضح ذلك من الشكل التالى :



تصنيف الأحماض والقواعد Classification of Acids and Bases

أولاً : تصنيف الأحماض :

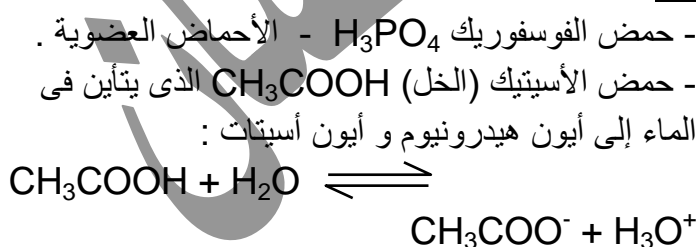
يمكن تصنيف الأحماض وفق بعض الأسس كما يلى :

(١) درجة تأينها فى المحلول

⇐ أحماض ضعيفة Weak Acids :

- أحماض غير تامة التأين (يتأين جزء ضئيل من جزيئاتها) .
- مجاليلها توصل التيار الكهربى بدرجة ضعيفة .
- تعتبر إلكتروليات ضعيفة .

مثل :



⇐ أحماض قوية Strong Acids :

- أحماض تامة التأين (جميع جزيئاتها تتأين فى المحلول) .
- مجاليلها توصل التيار الكهربى بدرجة كبيرة لأنها تامة التأين
- تعتبر إلكتروليات قوية .

مثل :

- حمض الهيدروبيديك HI .
- حمض الهيدروكلوريك HCl .
- حمض البيروكلوريك $HClO_4$.
- حمض الكبريتيك H_2SO_4 .
- حمض النيتريك HNO_3 .



ملحوظة :

لا توجد علاقة بين قوة الحمض و عدد ذرات الهيدروجين الداخلة فى تركيبه فحمض الفوسفوريك به ٣ ذرات هيدروجين إلا أنه حمض ضعيف و حمض النيتريك به ذرة هيدروجين واحدة و هو حمض قوى .





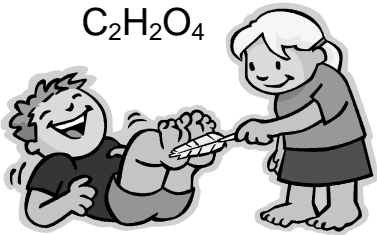
٢) حسب مصدرها

⇐ أحماض عضوية Organic acids :

- أحماض لها أصل عضوي (نبات - حيوان) .
- تستخلص من أعضاء الكائنات الحية .
- أحماض ضعيفة .

مثل :

CH_3COOH	حمض الأسيتيك (الخل) :
$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_6$	حمض الطرطريك (العنب) :
$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$	حمض الستريك (الموالح) :
HCOOH	حمض الفورميك :
$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	حمض الأكساليك :



⇐ أحماض معدنية Mineral acids :

- أحماض يدخل في تركيبها عناصر لافلزنية غالباً (مثل الكلور والكبريت و النيتروجين و الفوسفور وغيرها) .
- ليس لها أصل عضوي .

مثل :

H_3PO_4	حمض الفوسفوريك :
HCl	حمض الهيدروكلوريك :
H_2SO_4	حمض الكبريتيك :
HNO_3	حمض النيتريك :
H_2CO_3	حمض الكربونيك :

٣) حسب عدد قاعدتها

قاعدة الحمض : هي عدد ذرات الهيدروجين التي يتفاعل عن طريقها الحمض .

⇐ ثلاثية البروتون (القاعدية)

Tribasic acids

- يعطى الجزئ منها عند ذوبانه في الماء بروتون واحد أو اثنين أو ثلاثة .
- لها ثلاثة أنواع من الأملاح .

مثل :

H_3PO_4	حمض الفوسفوريك :
$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$	حمض الستريك :

⇐ ثنائية البروتون (القاعدية)

Dibasic acids

- يعطى الجزئ منها عند ذوبانه في الماء بروتون واحد أو اثنين .
- لها نوعان من الأملاح .

مثل :

H_2SO_4	حمض الكبريتيك :
H_2CO_3	حمض الكربونيك :
$\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$	حمض الأكساليك :

⇐ أحادية البروتون (القاعدية)

Monobasic acids

- يعطى الجزئ منها عند ذوبانه في الماء أيون هيدروجين حر (بروتون) واحد .
- لها نوع واحد من الأملاح .

مثل :

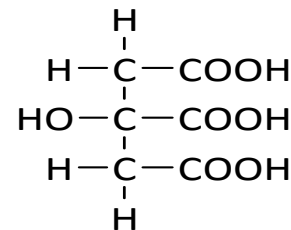
HNO_3	حمض النيتريك :
CH_3COOH	حمض الخليك :
HCl	حمض الهيدروكلوريك :
HCOOH	حمض الفورميك :

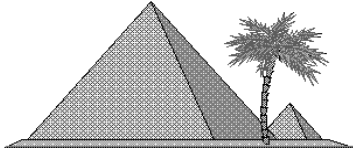
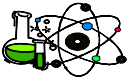


حمض الأكساليك (شكل ثاني)



حمض الستريك (شكل ثاني)





ثانياً: تصنيف القواعد :

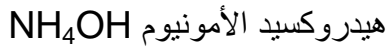
يمكن تصنيف القواعد وفق بعض الأسس كما يلي :

(١) درجة تأينها في المحلول

⇐ قواعد ضعيفة Weak Bases :

- قواعد غير تامة التأين (يتأين جزء ضئيل من جزيئاتها) .
- محاليلها توصل التيار الكهربى بدرجة ضعيفة .
- تعتبر إلكتروليات ضعيفة .

مثل :



⇐ قواعد قوية Strong Bases :

- قواعد تامة التأين (جميع جزيئاتها تتأين في المحلول) .
- محاليلها توصل التيار الكهربى بدرجة كبيرة نسبياً لإحتوائها على كمية كبيرة من الأيونات .
- تعتبر إلكتروليات قوية .

مثل :

هيدروكسيد البوتاسيوم : KOH

هيدروكسيد الصوديوم : NaOH

هيدروكسيد الباريوم : $\text{Ba}(\text{OH})_2$



(٢) حسب تركيزها الجزيئى

بعض المواد تتفاعل مع الأحماض مكونه ملح وماء لذا تعتبر قواعد مثل :

⇐ كربونات او بيكربونات الفلزات

Metal CarbOnates Or BicarbOnates

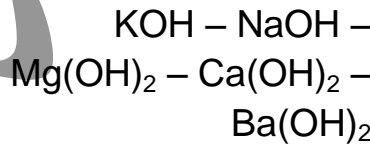
مثل :



⇐ هيدروكسيدات الفلزات

Metal HydrOxides

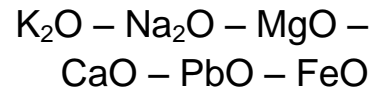
مثل :



⇐ أكاسيد الفلزات

: Metal Oxides

مثل :

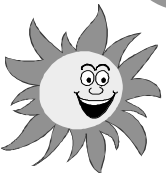


ملاحظة

⇐ القواعد التى تذوب في الماء تسمى قلويات Alkalis .

⇐ القلويات : مواد تذوب في الماء وتعطى أيون الهيدروكسيد OH^- .

⇐ أي أن القلويات هي جزء من القواعد و بالتالى فإن كل القلويات قواعد و ليس كل القواعد قلويات .



يجئ القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفنى ؟ أنا الذى كنت أسهر ليلك ، واضمئ هواجرك و إن كل تاجر من وراء تجارته ، و أنا لك اليوم من وراء كل تاجر ، فيعطى الملك يمينه ، و الخلد بشماله ، و يوضع على رأسه تاج الوقار ، و يكسى والداه حلتين لا تقوم لهم الدنيا و ما فيها ، فيقولان : يا رب ! أنى لنا هذا ؟ فيقال : بتعليم ولدكما القرآن . وإن صاحب القرآن يقال له يوم القيامة : اقرا وارثق في الدرجات ، ورتل كما كنت ترتل في الدنيا ، فإن منزلتك عند آخر آية معك .





الكشف عن الأحماض والقواعد

توجد عدة طرق للتعرف على نوع محلول ما (حمضى أو قلوئى أو متعادل) حيث يمكن استخدام الأدلة (الكواشف) أو مقياس الرقم الهيدروجينى P_H .

أولاً : الأدلة (الكواشف) Indicators



◆ **الأدلة " الكواشف " :** أحماض أو قواعد ضعيفة يتغير لونها بتغير نوع المحلول .

س علل : يتغير لون الدليل بتغير نوع المحلول .

جـ : لإختلاف لون الدليل المتأين عن لون الدليل غير المتأين .

استخدامات الكواشف :

١ - الكشف عن نوع المحلول .

٢ - التعرف على نقطة التعادل فى عملية المعايرة بين الحمض و القاعدة .

أمثلة على الأدلة و لونها فى الأوساط المختلفة

لون الدليل فى الوسط			اسم الدليل
المتعادل	القاعدى	الحمضى	
برتقالى	أصفر	أحمر	ميثيل برتقالى
أخضر	أزرق	أصفر	أزرق بروموثيمول
عديم اللون	أحمر وردى	عديم اللون	فينولفثالين
بنفسجى	أزرق	أحمر	عباد الشمس

ملاحظات هامة على الجدول السابق :

١ - لا يمكن التمييز بين محلول حمضى و محلول متعادل باستخدام دليل فينولفثالين .

جـ : لأنه عديم اللون فى كلا الوسطين .

٢ - لا نفرق بين بروموثيمول أزرق و عباد الشمس بمحلول قاعدى .

جـ : لأن كلاهما يعطى اللون الأزرق فى الوسط الحمضى .

٣ - لا نفرق بين الميثيل البرتقالى و عباد الشمس بمحلول حمضى .

جـ : لأن كلاهما يعطى اللون الأحمر فى الوسط الحمضى .

٤ - تعالج لدغة النمل و النحل باستخدام محلول كربونات الصوديوم .

جـ : لأن لدغة النمل و النحل حمضية التأثير .

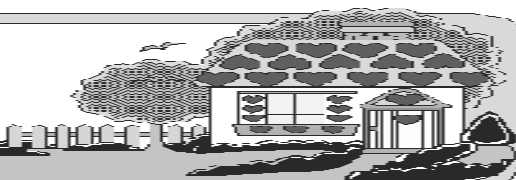
٥ - تعالج لدغة الدبور و قنديل البحر باستخدام الخل .

جـ : لأن لدغة الدبور و قنديل البحر قلوئية التأثير .



الممار فى الكيمياء للثانوية العامة

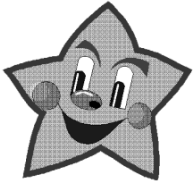
Mr.Mahmoud Ragab 0122-5448031





تانياً : الرقم الهيدروجيني P_H :

◆ الرقعة الهيدروجينية P_H : أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القاعدية للمحاليل بأرقام من 0 إلى 14 .



٢- الأجهزة الرقمية .

٢- الأجهزة الرقمية .

P _H	صفر	١	٢	٣	٤	٥	٦	٧	٨	٩	١٠	١١	١٢	١٣	١٤	
								متعاد								
	حمض								قاعدة							
	قوى		متوسط		ضعيف				ضعيفة		متوسطة		قوية			

- جميع المحاليل المائية تحتوي على أيوني H^+ و OH^- وتعتمد قيمة P_H على تركيز كل منهما حيث :
- إذا كان تركيز أيون الهيدروجين **أكبر** من تركيز أيون الهيدروكسيل يكون المحلول **حمضي** و P_H له **أقل** من 7 .
 - إذا كان تركيز أيون الهيدروجين **يساوي** تركيز أيون الهيدروكسيل يكون المحلول **متعادل** و P_H له **تساوي** 7 .
 - إذا كان تركيز أيون الهيدروجين **أقل** من تركيز أيون الهيدروكسيل يكون المحلول **قاعدي** و P_H له **أقل** من 7 .

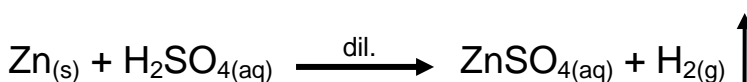
Salts الأملاح

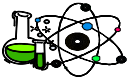
وجود الأملاح توجد بكثرة في القشرة الأرضية - توجد ذائبة في ماء البحر أو مترسبة في قاعه .

طرق خفض الأملاح

(١) تفاعل الفلزات النشطة مع الأحماض المخففة

يتصاعد غاز الهيدروجين الذي يشتعل بفرقة عند تقريب شظية و يبقى الملح ذائبا في الماء .

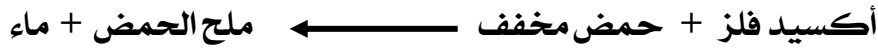




(٢) تفاعل أكسيد الفلزات مع الأحماض

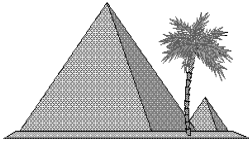


يتكون ملح الحمض و الماء .



ملاحظة

تستخدم هذه الطريقة عادة في حالة صعوبة تفاعل الفلز مع الحمض مباشرة بسبب؛ خطورة تفاعل الفلز مع الحمض أو قلة نشاط الفلز عن هيدروجين الحمض .



(٣) تفاعل هيدروكسيد الفلزات مع الأحماض

يتكون ملح الحمض و الماء .



ملاحظة

- تصلح هذه الطريقة في حالة هيدروكسيدات الفلزات القابلة للذوبان في الماء " القلويات " .
- يعرف هذا النوع من التفاعلات بتفاعلات التعادل Neutralization .
- يستخدم تفاعل التعادل في التحليل الكيميائي لتقدير تركيز حمض أو قلوي مجهول التركيز باستخدام حمض أو قلوي معلوم التركيز في وجود كاشف (دليل) مناسب .
- يحدث التعادل عندما تكون كمية الحمض مكافئة لكمية القاعدة .



(٤) تفاعل كربونات أو بيكربونات الفلز مع الأحماض

يتكون ملح الحمض الجديد و الماء و يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون .



ملاحظة

- أملاح الكربونات و البيكربونات هي أملاح حمض الكربونيك و هو غير ثابت (درجة غليانه منخفضة) و يمكن لأي حمض آخر أكثر ثباتاً منه أن يطرده من أملاحه و يحل محله .
- يستخدم هذا التفاعل في اختبار العازمية .





طرق تسمية الأملاح Nomenclature of Salts

يتكون الملح من ارتباط الأيون السالب للحمض (X^-) مع الأيون الموجب للقاعدة (M^+) لينتج الملح (MX) لذلك فإن الاسم الكيميائي للملح يتكون من مقطعين فنقول مثلاً كلوريد صوديوم أو نترات بوتاسيوم و هكذا ... فالمقطع الأول يدل على الأيون السالب للحمض (الأنيون = الشق الحمضي للملح) بينما المقطع الثاني يدل على الأيون الموجب للقاعدة (الكاتيون = الشق القاعدي للملح).

فعند اتحاد حمض النيتريك HNO_3 مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH فيسمى الملح الناتج نترات بوتاسيوم KNO_3 .



و تتوقف الصيغة الكيميائية للملح الناتج على تكافؤ كلا من الأنيون و الكاتيون و هذا الجدول يوضح أمثلة لبعض الأملاح و صيغتها و الأحماض التي حضرت منها :

الحمض	الشق الحامضي (أنيون)	أمثلة لبعض أملاح الحمض
حمض النيتريك HNO_3	نترات NO_3^-	KNO_3 نترات البوتاسيوم $Pb(NO_3)_2$ نترات الرصاص II $Fe(NO_3)_3$ نترات حديد III
حمض هيدروكلوريك HCl	كلوريد Cl^-	$NaCl$ كلوريد الصوديوم $MgCl_2$ كلوريد ماغنسيوم $AlCl_3$ كلوريد ألومنيوم
حمض أستيك (الخليك) CH_3COOH	أستات (خلات) CH_3COO^-	CH_3COOK أسيتات البوتاسيوم $(CH_3COO)_2Cu$ أسيتات النحاس II $(CH_3COO)_3Fe$ أسيتات حديد III
الكبريتيك H_2SO_4	كبريتات SO_4^{--} بيكبريتات HSO_4^-	Na_2SO_4 كبريتات صوديوم $CuSO_4$ كبريتات نحاس $NaHSO_4$ بيكبريتات صوديوم $Al(SO_4)_3$ بيكبريتات ألومنيوم
الكربونيك H_2CO_3	كربونات CO_3^{--} بيكربونات HCO_3^-	Na_2CO_3 كربونات صوديوم $CaCO_3$ كربونات كالسيوم $NaHCO_3$ بيكربونات صوديوم $Mg(HCO_3)_2$ بيكربونات ماغنسيوم

اللهم إني أعوذ بك من القسوة و الغفلة و الزلة و المسكنة ، و أعوذ بك من الكفر و فسوق و الشقاق و السمعة و الرياء ، و أعوذ بك من الصمم و البكم و الجذام و الحزام و سبي الأسقام .





من الجدول السابق يمكن ملاحظة ما يلي :

- ١- بعض الأحماض لها نوعان من الأملاح مثل حمض الكبريتيك و حمض الكربونيك و هناك أحماض لها ثلاثة أملاح مثل حمض الفوسفوريك و يرجع ذلك إلى عدد ذرات الهيدروجين في جزئ الحمض .
- ٢- الملح الذي يحتوى الشق الحمضى له على هيدروجين إما أن يسمى بإضافة (بي Bi) أو كلمة هيدروجينية مثل : الشق الحمضى HSO_4^- فيسمى بيكبريتات أو كبريتات هيدروجينية .
- ٣- الرموز II أو III تدل على تكافؤ الفلز المرتبط بالشق الحمضى و تكتب في حالة الفلزات التى لها أكثر من تكافؤ .
- ٤- في حالة أملاح الأحماض عضوية مثل أسيتات البوتاسيوم CH_3COOK يكتب الشق الحمضى فى الرمز إلى اليسار و القاعدى إلى اليمين .

المحاليل المائية للأملاح Salt Solutions

تعتمد على مصدر كلاً من الكاتيون و الأنيون الذى يتكون منهما الملح و تنقسم المحاليل المائية للأحماض إلى ثلاث أنواع هى :

محلول حمضى يتميز : - يتكون الملح من تفاعل حمض قوى و قاعدة ضعيفة . - قيمة PH له أقل من 7 . <u>مثل :</u> محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl	محلول فاعلى يتميز : - يتكون الملح من تفاعل حمض ضعيف و قاعدة قوية . - قيمة PH له أكبر من 7 . <u>مثل :</u> محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3	محلول متعادل يتميز : - يتكون الملح عندما تتساوى قوة الحمض و قوة القاعدة . - قيمة PH له = 7 <u>مثل :</u> محلول كلوريد الصوديوم NaCl خلات الأمونيوم $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
--	--	--

